

# La classification périodique des éléments

## 1. Introduction :

L'étude de la structure électronique des atomes permet de comprendre de manière plus approfondie la classification périodique des éléments appelée encore classification périodique de Mendeleïev.

Au XIX<sup>e</sup> siècle, les chimistes essayèrent de trouver des analogies entre les espèces chimiques découvertes à l'époque. Puis, ils essayèrent de les classer, de les grouper par "familles" en fonction de leurs propriétés chimiques.

## 2. Principe de la classification actuelle :

La présentation actuelle de la classification périodique dérive de celle de Mendeleïev. Il ne connaissait cependant pas les lois régissant la distribution des électrons autour du noyau, c'est-à-dire la structure électronique des atomes. Nous avons pu remarquer que la représentation des structures électroniques des atomes, faisait apparaître certaines similitudes entre les éléments, ce qui devrait permettre de regrouper en "familles" certains de ceux-ci.

Il apparaît donc que l'on peut définir à partir de la connaissance de la répartition des électrons autour du noyau une périodicité apparaissant dans le tableau de Mendeleïev. La différence fondamentale entre la classification actuelle et celle de Mendeleïev est que les éléments ne sont plus classés par nombre de masse croissant mais par ordre de numéro atomique  $Z$  croissant.

## 3. Description de la classification périodique des éléments :

Il existe plusieurs façons de présenter la classification périodique. Nous adopterons la présentation ci-dessous.

\*Des lignes horizontales appelées périodes dans lesquelles les éléments sont disposés de gauche à droite selon l'ordre croissant de leur numéro atomique  $Z$ .

\*Des colonnes verticales qui correspondent à des "familles" ou des groupes chimiques, les éléments définis par une colonne possèdent une configuration électronique identique de leur couche externe.

**Les périodes** : Chaque période correspond au remplissage d'une couche, il y a 7 périodes correspondant au remplissage de 7 couches.

**1<sup>ère</sup> période** : La première période correspond au remplissage de la couche K, elle contient 02 éléments de configurations externes  $1s^1$  et  $1s^2$ .

**2<sup>ème</sup> période** : La deuxième période correspond au remplissage de la couche L, elle contient 08 éléments de configurations externes  $2s^1$ ,  $2s^2 2p^1$  jusqu'à  $2p^6$ .

**3<sup>ème</sup> période** : La troisième période correspond au remplissage de la couche M, elle contient 08 éléments de configurations externes  $3s^1$ ,  $3s^2$ ,  $3s^2 3p^1$  jusqu'à  $3p^6$ .

**4<sup>ème</sup> période** : La quatrième période correspond au remplissage de la couche N, elle contient 18 éléments de configurations externes  $3d^{10}$ ,  $4s^2 3d^{10} 4p^1$  jusqu'à  $4p^6$ .

**5<sup>ème</sup> période** : La cinquième période correspond au remplissage de la couche O, elle contient 18 éléments de configurations externes  $5s^1, 5s^2, 5s^24d^{10}, 5p^1$  jusqu'à  $5p^6$ .

**6<sup>ème</sup> période** : La cinquième période correspond au remplissage de la couche P, elle contient 32 éléments de configurations externes,  $6s^1, 6s^2$ , et se termine par  $6s^25d^{10}4f^{14}6p^6$ . Les éléments 4f suivent le Lanthane. On les appelle les Lanthanides.

**7<sup>ème</sup> période** : La cinquième période correspond au remplissage de la couche Q, elle contient 32 éléments de configurations externes, elle commence par  $7s1, 7s2, 7s^26d^1$  et se termine par  $7s^26d^{10}5f^{14}6p^6$ . Les éléments 5f suivent l'actinium. On les appelle les actinides.

\* Les lanthanides (Z = de 57 à 71), les actinides (Z = de 89 ...103) sont représentés en dehors du tableau afin de limiter l'expansion des périodes.

### Les Familles ou groupes :

1) La lettre A ou B permet de mieux préciser certaines analogies chimiques entre des colonnes définies par le même chiffre romain (par exemple les éléments de la colonne IA tout en ayant comme IB un électron célibataire dans l'orbitale s de la dernière couche ( $ns^1$ ) ont des propriétés chimiques en partie différentes).

2) La colonne VIII<sub>A</sub> a été rajoutée par la suite au moment de la découverte des gaz rares appelés aussi gaz inertes, seuls éléments chimiques à exister dans les conditions normales, comme corps simples sous forme atomique.

Groupe	Structure électronique externe	Famille
IA	$ns^1$	Métal alcalin (Na <sup>+</sup> , K <sup>+</sup> )
IIA	$ns^2$	Métal alcalino-terreux (Mg <sup>+2</sup> Ca <sup>+2</sup> )
IIIA	$ns^2np^1$	Famille du bore
IVA	$ns^2np^2$	Famille du carbone
VA	$ns^2np^3$	Famille de l'azote

VI <sub>A</sub>	$ns^2np^4$	Famille de l'oxygène ou calchogène
VII <sub>A</sub>	$ns^2np^5$	Famille des halogènes
VIII <sub>A</sub>	$ns^2np^6$	Famille des gaz rare

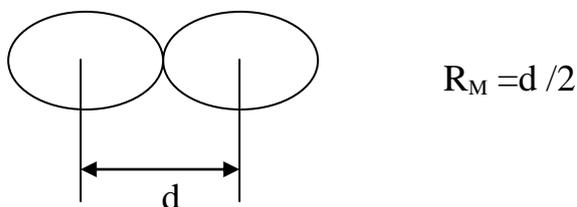
**Groupe B:** Éléments ou métaux de transition : Ce sont des éléments dont la sous-couche externe n'est pas saturée, elle est du type  $ns^2(n-1)d^x$ . x varie de 1 à 10.

Groupe	Structure électronique externe	type
III <sub>B</sub>	$ns^2(n-1)d^1$	
IV <sub>B</sub>	$ns^2(n-1)d^2$	
V <sub>B</sub>	$ns^2(n-1)d^3$	
VI <sub>B</sub>	$ns^2(n-1)d^4$	
VII <sub>B</sub>	$ns^2(n-1)d^5$	
VIII <sub>B</sub>	$ns^2(n-1)d^6, ns^2(n-1)d^7, ns^2(n-1)d^8$	Groupe des triades possèdent des propriétés physico-chimiques voisines.
I <sub>B</sub>	$ns^1(n-1)d^{10}$	Ces groupes ne sont considérés comme des éléments de transition car leur sous couche externe d est saturée
II <sub>B</sub>	$ns^2(n-1)d^{10}$	

#### 4. Lois périodiques :

##### 4.1 Rayon atomique $R_M$

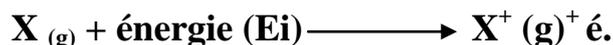
Le rayon atomique  $R_M$  d'un élément est défini comme la moitié de la distance entre deux atomes voisins de cet élément pris dans les conditions standards.



$R_M$  diminue en traversant une période de gauche à droite et augmente en descendant un groupe.

##### 4.2 Potentiel d'ionisation ( $E_i$ )

Le potentiel d'ionisation  $I_1$ , est l'énergie qu'il convient de fournir à un atome gazeux  $E_{(g)}$  pour lui arracher un électron.



$E_{i1}$  correspond au potentiel de première ionisation. Il existe, bien entendu, un potentiel de deuxième ionisation si on extrait un second électron, etc...

$E_i$  augmente en traversant une période de gauche à droite et diminue en descendant de haut en bas un groupe ou famille.

### 4.3 Affinité électronique (Ae)

L'affinité électronique Ae d'un élément est l'énergie libérée par son atome quand il capte un électron. Ae est positive lorsque la réaction d'attachement électronique est exothermique.



Ae augmente en traversant une période de gauche à droite mais varie très peu en descendant un groupe. De même que pour le potentiel d'ionisation, il existe une seconde affinité électronique lorsque E capte un deuxième électron, etc...

### 4.4 Électronégativité (x)

L'électronégativité x d'un élément est la tendance que possède cet élément à attirer un électron.

Les notions de potentiel d'ionisation et d'affinité électronique sont relatives à un atome seul. Par contre, la notion d'électronégativité sera davantage utilisée par la suite car elle intervient quand l'atome se trouve associé à d'autres atomes. . .

#### Remarque :

1) x augmente en traversant une période de gauche à droite et diminue en descendant un groupe du tableau périodique.

2) Les éléments en bas et à gauche du tableau périodique ont tendance à céder facilement leurs électrons de valence à un partenaire lors de la formation d'une liaison chimique. On dit qu'ils sont électropositifs.

3) Les éléments en haut et à droite du tableau périodique ont tendance à capter facilement les électrons de valence d'un partenaire lors de la formation d'une liaison chimique. On dit qu'ils sont électronégatifs.

La différence d'électronégativité entre les atomes liés A et B :

$$\Delta x = x(A) - x(B)$$

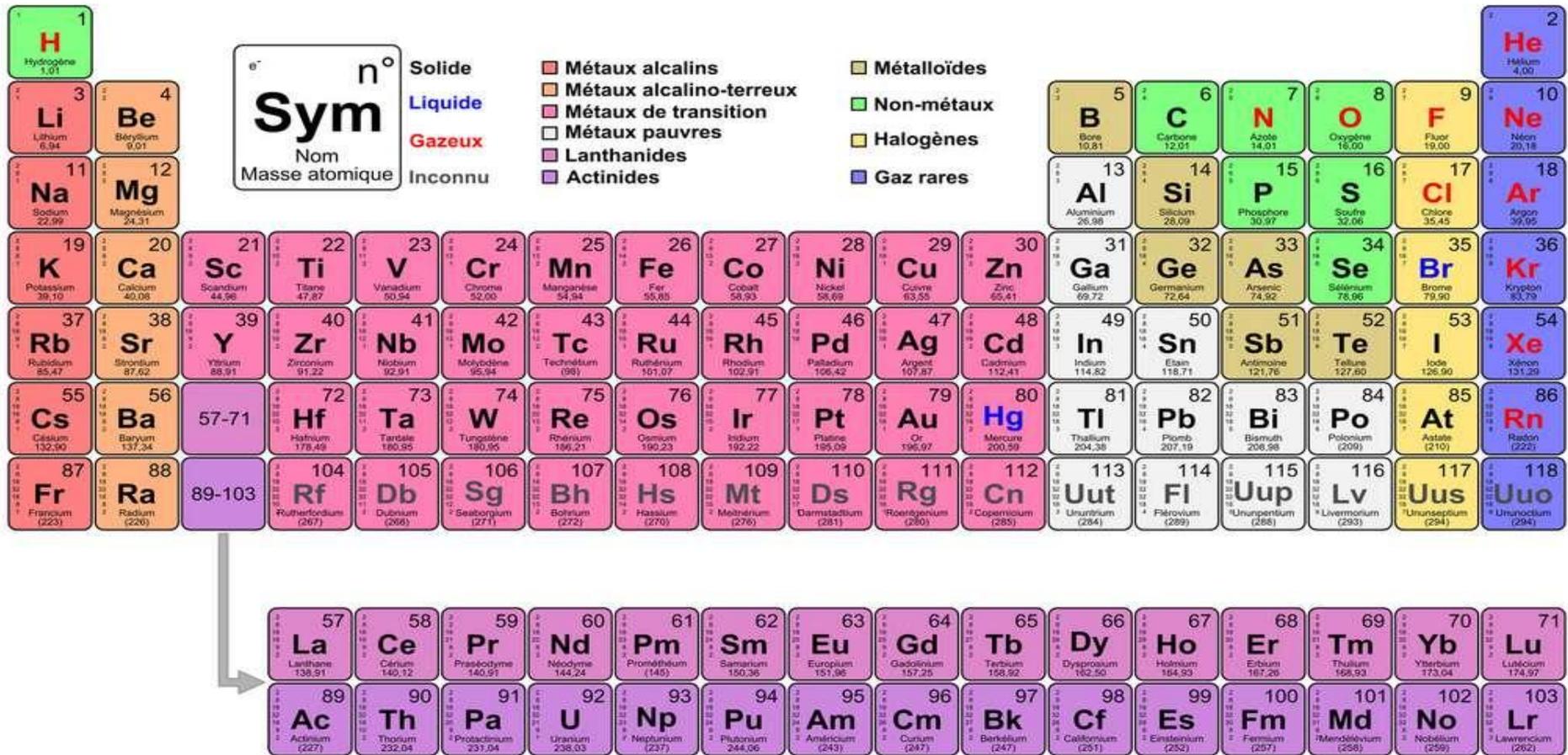
est donc une mesure directe de la distribution électronique des électrons de valence qui assurent la liaison chimique. Cette différence est le critère qui permet de classer les liaisons chimiques.

## 5. Les métaux et les non métaux :

On distingue deux grandes classes les métaux et les non métaux :

- Les métaux : les orbitales s et p les plus externes contiennent en général moins de 4 électrons.
- Les non-métaux : le nombre d'électrons externes s et p est égale ou supérieur à 4.
- Dans les réactions chimiques, les non-métaux tendent à capter des électrons pour acquérir la configuration stable des gaz rares.
- Exemple :  $O + 2e \rightarrow O^{2-}$
- Dans l'autre cas les métaux perdent facilement leurs électrons externes pour acquérir la configuration stable des gaz rares qui les précèdent.
- Exemple :  $Ca \rightarrow Ca^{2+} + 2e$ .
- Dans l'échelle des électronégativités, les non métaux se placeront du côté des fortes électronégativités et les métaux du côté des faibles électronégativités.
- A la frontière entre ces deux classes se trouvent les éléments intermédiaires qui présentent à la fois le caractère des métaux et celui des non métaux.
- L'hydrogène premier élément de la classification périodique, ne possède qu'un seul électron. Comme les métaux de la première colonne il peut perdre facilement cet électron ( $H \rightarrow H^+ + 1e$ ) pour avoir la configuration stable d'un gaz rare, comme les non-métaux du groupe VII<sub>A</sub> il peut gagné un électron ( $H + 1e \rightarrow H^-$ ).
- Le tableau périodique se divise en **quatre** blocs: bloc **s**, bloc **p**, bloc **d** et bloc **f**.

# Annexe :



Periodic table of the elements

## Mendeleïev

### ▶ Qui est Dimitri Mendeleïev?

Dimitri Mendeleïev, chimiste russe, proposa le premier en 1869 la classification la plus élaborée et la plus complète des 66 éléments chimiques connus à l'époque.

### ▶ La classification ?

Il classa les éléments **par ordre croissant de leur masse atomique** en allant à la ligne de telle sorte que les atomes ayant des propriétés semblables se trouvent l'un en dessous de l'autre, formant ainsi une **famille**.



Mendeleïev (1834 - 1907)



**Le génie de Mendeleïev, c'était ces cases vides** : en effet, Mendeleïev laissa des cases vides, qui furent remplies par la suite, au fur et à mesure de la découverte des éléments correspondants.